

# Equações e diagramas

**T-dS**

# A segunda lei da termodinâmica

$$\Delta S = S_2 - S_1 \geq \int_1^2 \left( \frac{\delta Q}{T} \right)_A$$

**Expressão matemática da segunda lei (para um sistema fechado).**

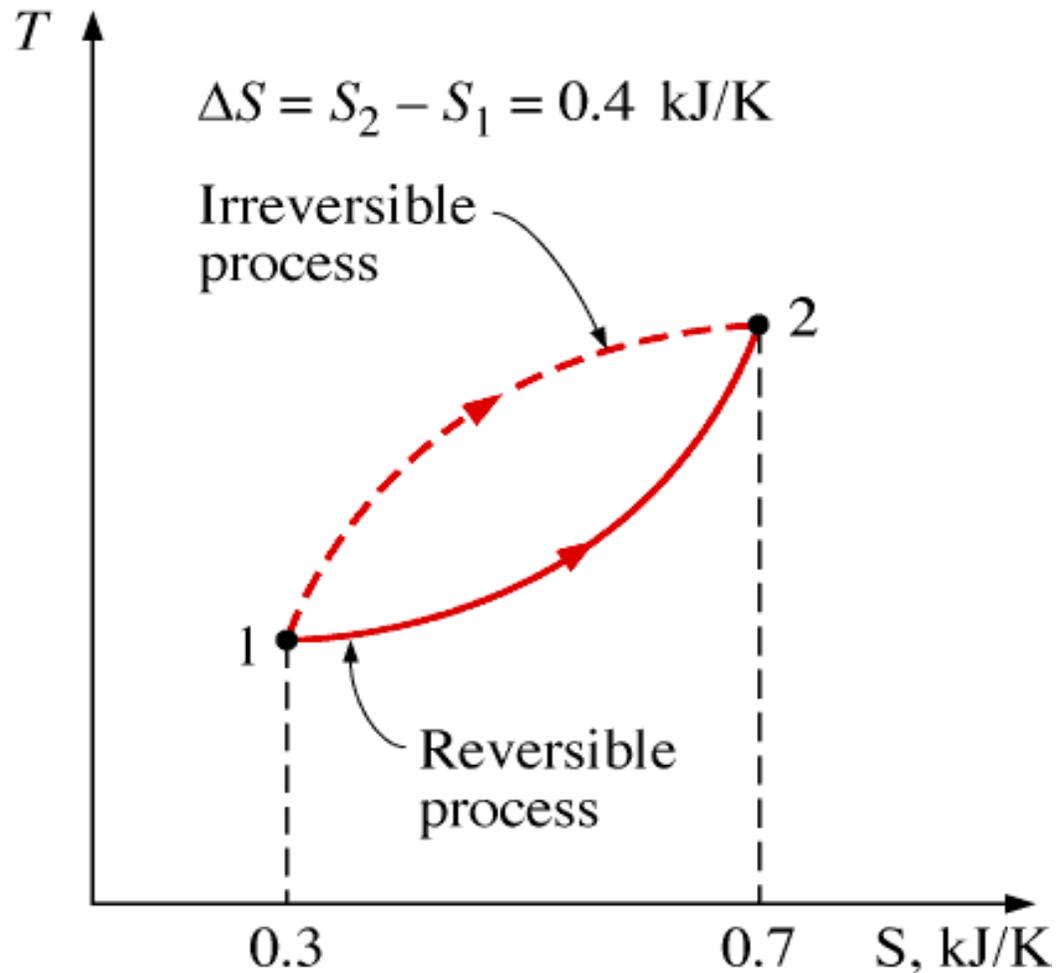
**A entropia é uma propriedade que **não** é conservativa!**

# Entropia

$$s_2 - s_1 = \int_1^2 \left( \frac{\delta q}{T} \right)_{\text{int rev}}$$

**Unidades**  $\frac{kJ}{kg \cdot K}$  *or*  $\frac{Btu}{lbm \cdot R}$

# Variação de entropia entre dois estados específicos



**A mudança da entropia entre dois estados específicos é a mesma, seja o processo reversível ou irreversível**

# A variação de entropia torna-se uma igualdade: utiliza-se um novo termo

$$\Delta S = \int_1^2 \left( \frac{\delta Q}{T} \right)_A + S_{gen}$$

**V**ariação da entropia

**T**ransporte de entropia devido ao fluxo de calor

**G**eração ou produção de entropia

**$S_{gen} \geq 0$  ; não é uma propriedade**

# Produção de entropia

- $S_{\text{gen}} > 0$  processo irreversível real.
- $S_{\text{gen}} = 0$  processo reversível.
- $S_{\text{gen}} < 0$  impossível.

# Produção de entropia

- $S_{gen}$  quantifica as irreversibilidades (aumenta com o aumento das irreversibilidades).
- Processo reversível não produz entropia,  $S_{gen} = 0$ .
- $S_{gen}$  depende do processo, logo não é uma propriedade

# Transferência e produção de entropia

$$S_2 - S_1 = \int_1^2 \left( \frac{\delta Q}{T} \right) + S_{gen}$$

**Varição da entropia do sistema. Pode ser +, - ou nulo.**

**Transferência de entropia de ou para o sistema via transf. De calor. Pode ser +, - ou nula**

**Produção de entropia:**  
**> 0 irreversibilidades internas**  
**= 0 não há irrevers. internas**  
**< 0 nunca**

# Transferência e produção de entropia

$$S_2 - S_1 \left\{ \begin{array}{l} > 0 : Q \text{ could be } + \text{ or } -; \text{ if } -, \int_1^2 \left( \frac{\delta Q}{T} \right) < S_{gen} \\ & \text{because } S_{gen} \text{ is always positive} \\ < 0 : \text{ if } Q \text{ is negative and } \int_1^2 \left( \frac{\delta Q}{T} \right) > S_{gen} \\ = 0 : \text{ if } Q = 0 \text{ and } S_{gen} = 0 \\ = 0 : \text{ if } Q \text{ is negative and } \int_1^2 \left( \frac{\delta Q}{T} \right) = S_{gen} \end{array} \right.$$

# Aumento da entropia

- A variação da entropia em um sistema em geral ( $\Delta S_{sys}$ ) pode ser negativa (devido à transferência de calor para fora do sistema)
- A produção de entropia não pode ser negativa

$S_{gen} > 0$  : processo Irreversível

$S_{gen} = 0$  : processo Reversível

$S_{gen} < 0$  : processo Impossível

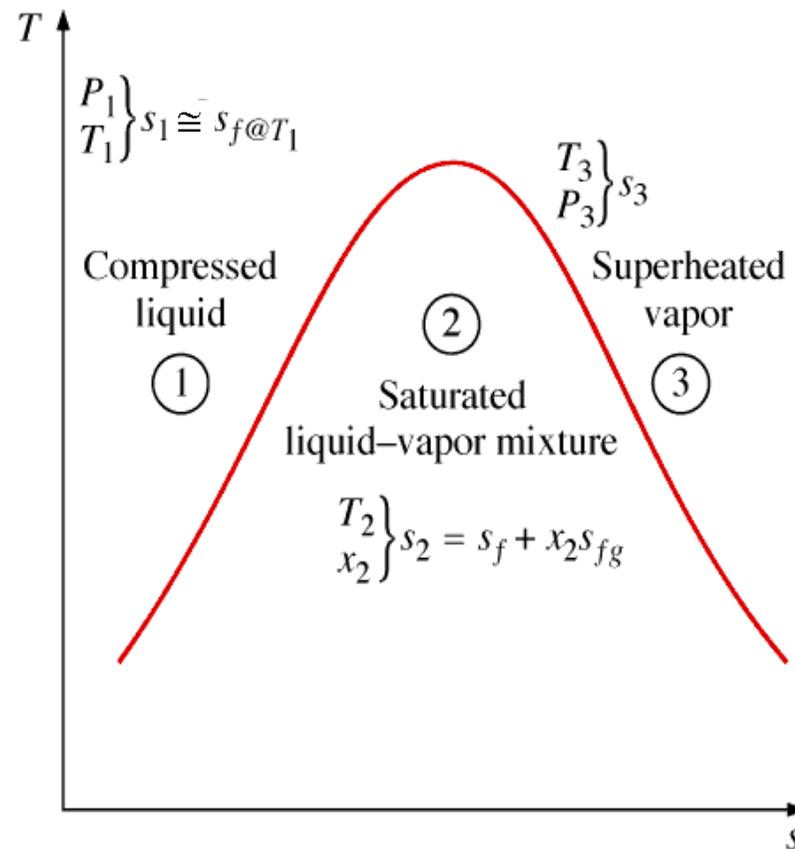
# Transferência de entropia

- A variação da entropia deve-se a: transferência de calor, de massa e a irreversibilidades.
- Calor transferido para um sistema aumenta a entropia, e vice-versa.
- O efeito das irreversibilidades é sempre o aumento da entropia

# Alguns cometários sobre entropia

- O processo pode ocorrer apenas em um sentido em que  $S_{gen} \geq 0$ , e não em qualquer sentido
- Entropia é uma propriedade não conservativa :a entropia do universo está sempre aumentando.
- A performance em sistemas de engenharia é degradada pelas irreversibilidades, e a geração de entropia é uma medida da magnitude das irreversibilidades presentes durante o processo.

**A entropia de uma substância pura é determinada através de tabelas, assim como para qualquer outra propriedade**



**Procedemos da mesma forma  
que para as demais  
propriedades**

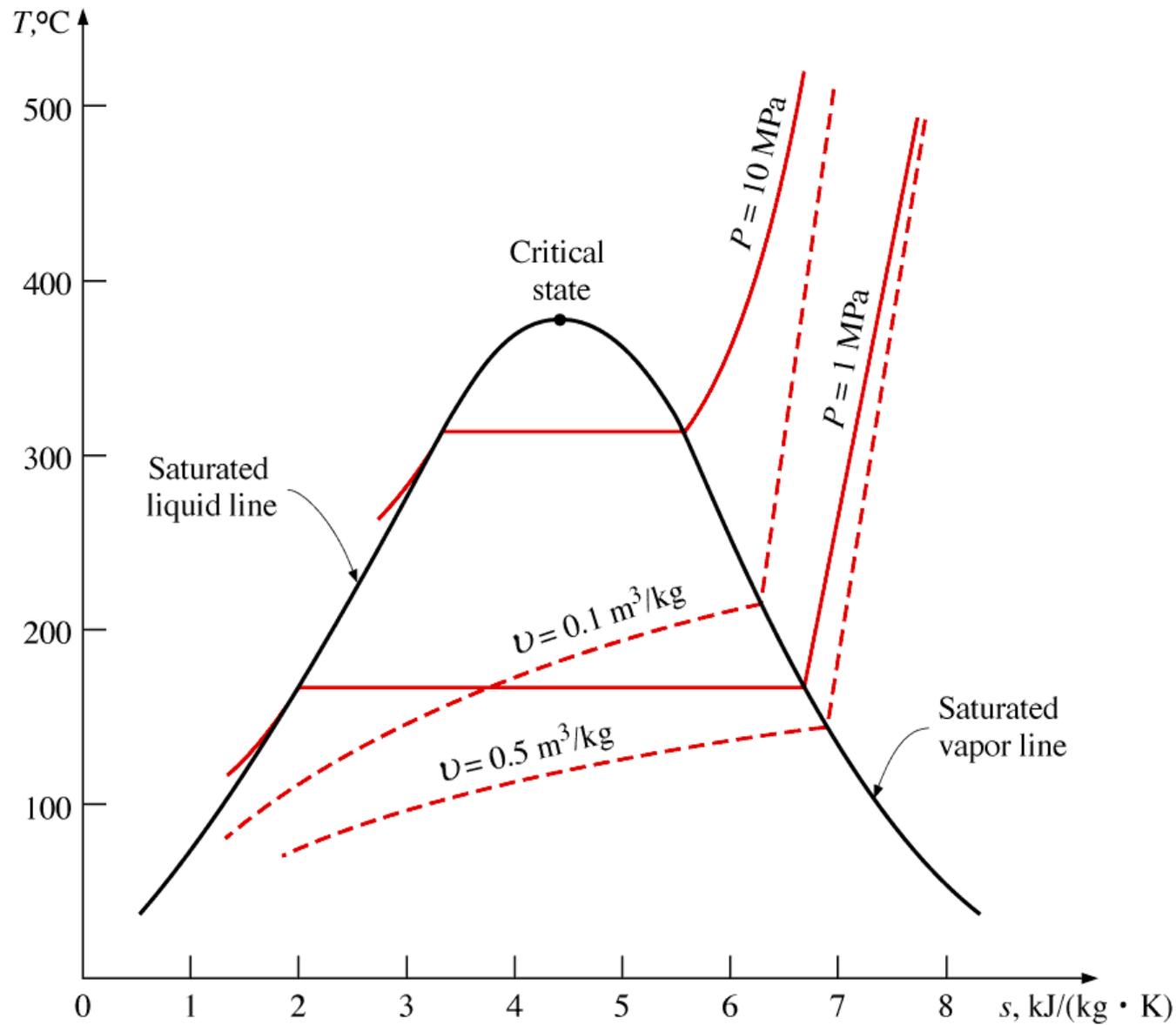
**Das tabelas:**

$$s = s_f + x ( s_g - s_f )$$

**E, para líquidos comprimidos:**

$$s(T, p) \simeq s_f(T)$$

# Diagrama T-s para a água



# Questão

- **Utilizando as tabelas do livro:**
- **Encontre a entropia da água a 50 kPa e 500°C. Especifique as unidades.**
- **Encontre a entropia da água a 100°C com um título de 50%.**
- **Encontre a entropia da água a 1 MPa e 120°C.**

# Diagrama T-s

Lembrem-se que no diagrama P-v a análise da 1ª lei foi muito importante, e que,

$$w = \int P dv$$

**O trabalho era a área abaixo da curva**

# Para o diagrama T-s

$$dS = \left( \frac{\delta Q}{T} \right)_{\text{int rev}}$$

**Arrumando:**

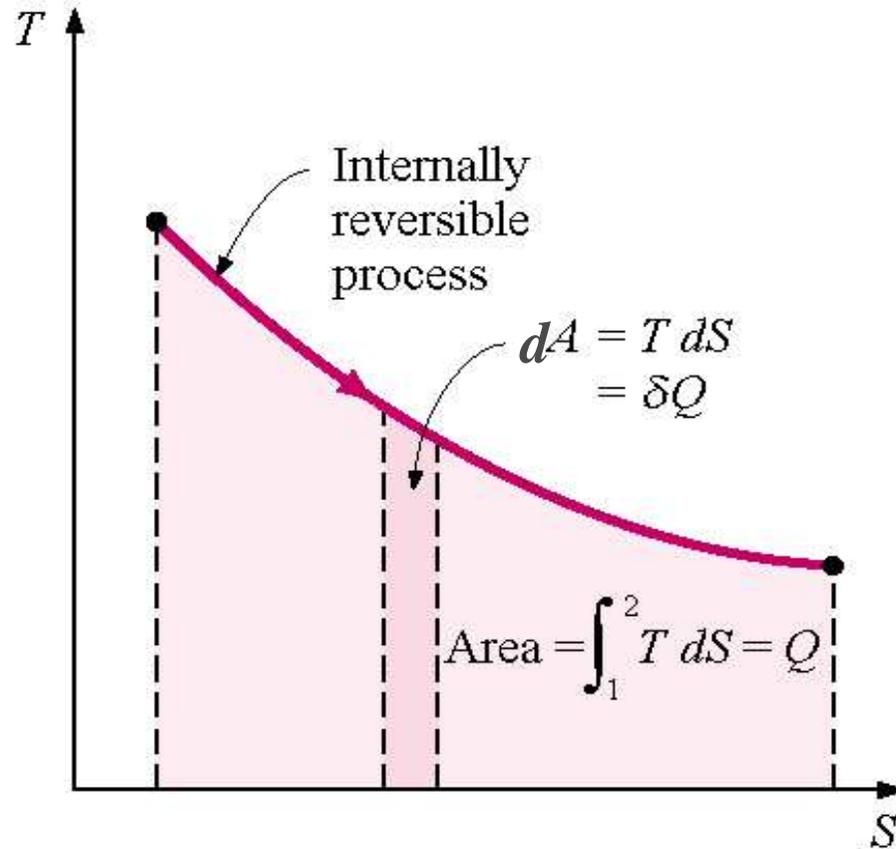
$$\delta Q_{\text{int rev}} = T dS$$

**Integrando:**

$$Q_{\text{int rev}} = \int_1^2 T dS$$

# Transf. de calor para processos intern. revers.

Em um diagrama  $T$ - $S$  a área abaixo da curva do processo representa a transferência de calor para processos internamente reversíveis



# Obtenção das equações Tds

Para um sistema fechado simples:

$$\delta Q - \delta W = dU$$

O trabalho é dado por:

$$\delta W = PdV$$

Substituindo:

$$\delta Q = dU + PdV$$

# Obtenção das equações Tds

Para um processo reversível

$$TdS = \delta Q$$

Logo,

$$TdS = dU + PdV$$

Em termos específicos:

$$Tds = du + Pdv$$

# Equações Tds

- Entropia é propriedade
- Equação Tds expressa a entropia em função de outras propriedades
- As propriedades são independentes do caminho
- A equação Tds pode ser utilizada para calcular a variação da entropia entre 2 estados

$$Tds = du + Pdv$$

# Equações Tds

Utilizando-se a entalpia,  $h = u + Pv$ , é possível obter uma segunda equação Tds:

$$\begin{aligned}dh &= d(u + Pv) \\ &= du + Pdv + vdP \\ &= Tds + vdP\end{aligned}$$

$$Tds = dh - vdP$$

# Variação de entropia de uma substância pura

- *A variação de entropia ou relações isentrópicas de um processo são:*

## 1. *Substância pura:*

**Qualquer processo:**  $\Delta S = s_2 - s_1$  [kJ/(kg-K)]

**Processo isentrópico:**  $s_2 = s_1$

# Variação de entropia para uma substância incompressível

Primeira equação  $Tds$ :

$$Tds = C_v(T) dT + Pdv$$

Substância incompressível,  $v \cong \text{const}$ , logo  $dv = 0$ .

Ainda,  $C_v(T) = C(T)$ , logo:

$$ds = \frac{C(T)}{T} dT$$

# Variação de entropia para uma substância incompressível

**Integrando:**

$$s_2 - s_1 = \int_{T_1}^{T_2} \frac{C(T)}{T} dT$$

**Se o calor específico não varia com a temperatura:**

$$s_2 - s_1 = C \ln \frac{T_2}{T_1}$$

# Variação de entropia para uma substância incompressível

## 2. Substância incompressível:

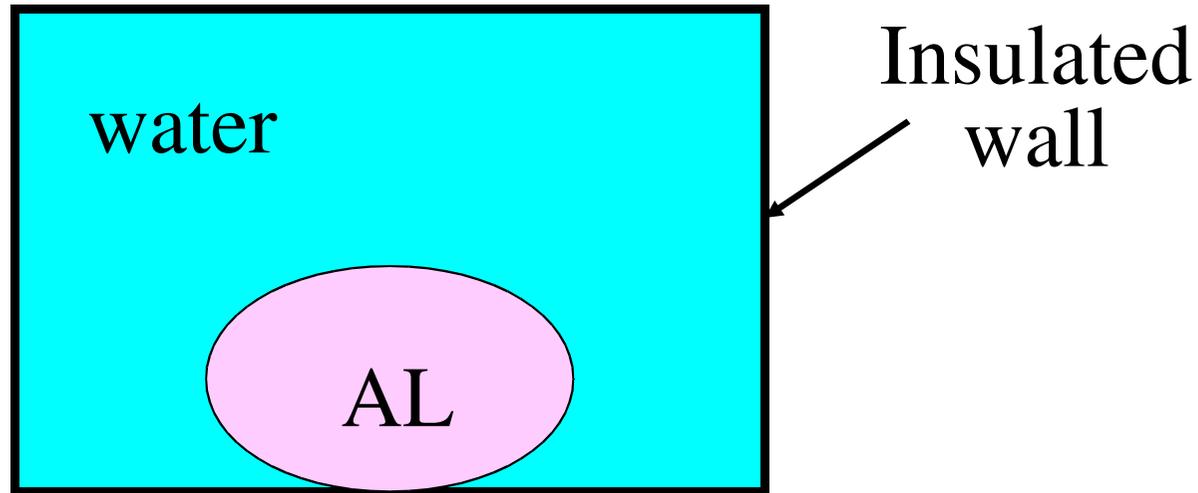
*Qualquer processo:*  $s_2 - s_1 = C_v \ln \frac{T_2}{T_1}$

*Processo Isoentrópico :*  $T_2 = T_1$

# Questão

**Alumínio a  $100^{\circ}\text{C}$  é posto em um tanque rígido adiabático contendo 10 kg de água a  $30^{\circ}\text{C}$ . Se a massa do alumínio é 0.5 kg, encontre a temperatura final do alumínio e da água, a variação de entropia do alumínio e da água, e a variação da entropia total do universo devido a este processo.**

# Diagrama



Sistema fechado incluindo o alumínio e a água

Volume constante, adiabático, sem trabalho realizado

# Conservação de energia

## Primeira lei

$$\cancel{Q} - \cancel{W} = \Delta U_{\text{sys}} = \Delta U_W + \Delta U_{AL}$$

$$m_W C_W (T_2 - T_1)_W + m_{AL} C_{AL} (T_2 - T_1)_{AL} = 0$$

Mas  $(T_2)_W = (T_2)_{AL} = T_2$  no equilíbrio

$$\therefore T_2 = \frac{m_W C_W (T_1)_W + m_{AL} C_{AL} (T_1)_{AL}}{m_W C_W + m_{AL} C_{AL}}$$

# Resolvendo para a temperatura

$$m_W = 10 \text{ kg}, \quad C_W = 4.177 \text{ kJ/kg}\cdot\text{K}$$

$$m_{AL} = 0.5 \text{ kg}, \quad C_{AL} = 0.941 \text{ kJ/kg}\cdot\text{K}$$

$$T_2 = \frac{(10 \text{ kg})\left(4.177 \frac{\text{kJ}}{\text{kg}\cdot\text{K}}\right)(303 \text{ K}) + (0.5 \text{ kg})\left(0.941 \frac{\text{kJ}}{\text{kg}\cdot\text{K}}\right)(373 \text{ K})}{(10 \text{ kg})\left(4.177 \frac{\text{kJ}}{\text{kg}\cdot\text{K}}\right) + (0.5 \text{ kg})(0.941 \text{ kJ/kg}\cdot\text{K})}$$

$$T_2 = 303.8 \text{ K}$$

# Transferência de entropia

Variação de entropia para a água e para o alumínio

$$\begin{aligned}\Delta S_W &= m_W C_W \ln \frac{T_2}{T_{1,W}} \\ &= (10 \text{ kg}) \left( 4.177 \frac{\text{kJ}}{\text{kg} \cdot \text{K}} \right) \ln \left( \frac{303.8 \text{ K}}{303 \text{ K}} \right) = 0.1101 \frac{\text{kJ}}{\text{K}}\end{aligned}$$

$$\begin{aligned}\Delta S_{AL} &= m_{AL} C_{AL} \ln \frac{T_2}{T_{1,AL}} \\ &= (0.5 \text{ kg}) \left( 0.941 \frac{\text{kJ}}{\text{kg} \cdot \text{K}} \right) \ln \frac{303.8 \text{ K}}{373 \text{ K}} = -0.0966 \frac{\text{kJ}}{\text{K}}\end{aligned}$$

# Produção de entropia

## Produção de entropia para o Universo

$$\begin{aligned} S_{gen} &= \Delta S_{total} = \Delta S_W + \Delta S_{AL} \\ &= 0.1101 \frac{kJ}{K} - 0.0966 \frac{kJ}{K} \\ &= 0.0135 \frac{kJ}{K} > 0 \end{aligned}$$

**$S_{gen} > 0$  : Processo irreversível**

# Varição de entropia para um gás perfeito

2ª equação Tds

$$Tds = dh - v dP$$

dh e v para um gás ideal

$$dh = C_p dT \quad \text{and} \quad v = RT/P$$

**Substituindo:**  $Tds = C_p dT - \frac{RT}{P} dP$

# Variação de entropia para um gás perfeito

Dividindo por T,

$$ds = C_p \frac{dT}{T} - R \frac{dP}{P}$$

$$C_p = C_p(T)$$

# Varição de entropia para um gás perfeito

Integrando:

$$s_2 - s_1 = \int_{T_1}^{T_2} C_p(T) \frac{dT}{T} - R \ln \frac{P_2}{P_1}$$

Precisamos avaliar a integral:

$$\int_{T_1}^{T_2} C_p \frac{dT}{T}$$

# Varição de entropia para um gás perfeito

- Ainda, podemos mostrar de

$$Tds = du + Pdv$$

que

$$s_2 - s_1 = \int_{T_1}^{T_2} C_v(T) \frac{dT}{T} + R \ln \frac{v_2}{v_1}$$

# Variação de entropia para um gás perfeito com calores específicos constantes

- Se a variação de temperatura é muito pequena  $C_p \approx \text{constante}$  (e  $C_v \approx \text{constante}$ ),

$$\int_1^2 C_p \frac{dT}{T} = C_p \ln \frac{T_2}{T_1}$$

$$s_2 - s_1 = C_p \ln \frac{T_2}{T_1} - R \ln \frac{P_2}{P_1}$$

# Variación de entropia para um gás perfeito com calores específicos constantes

- Temos

$$Tds = du + Pdv$$

- Logo

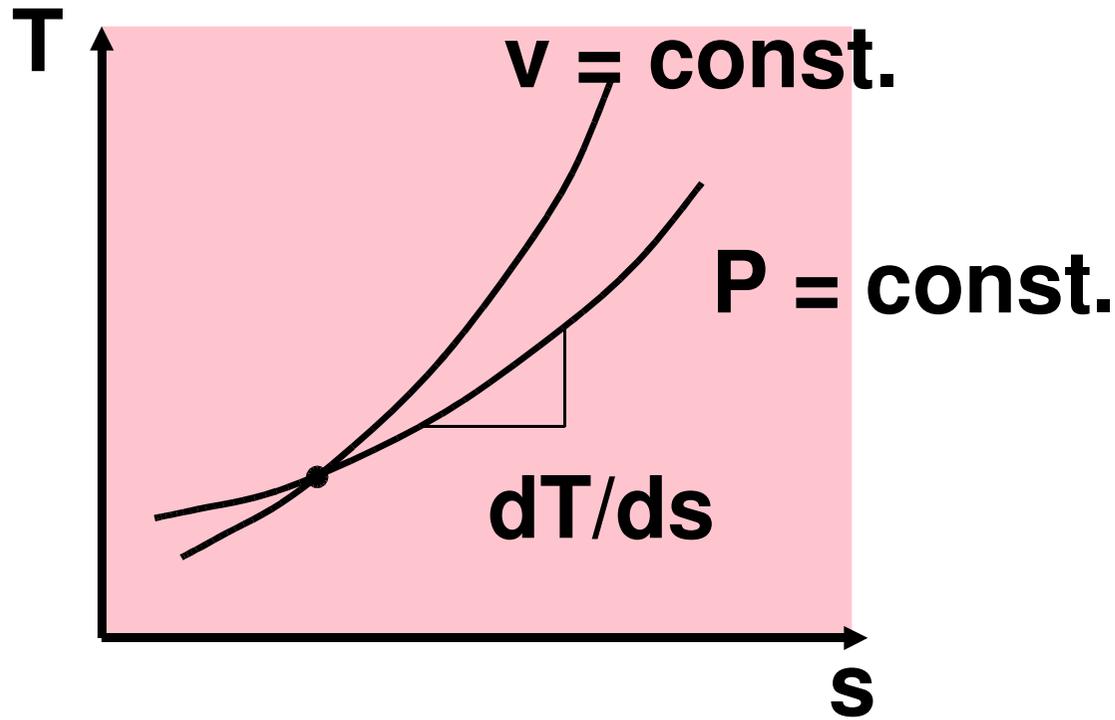
$$s_2 - s_1 = C_v \ln \frac{T_2}{T_1} + R \ln \frac{v_2}{v_1}$$

# Iso-linhas de $v$ e de $P$ para diagramas de gases perfeitos

$$Tds = du + Pdv \rightarrow v = \text{const} \rightarrow dT/ds|_v = T/C_v$$

$$Tds = dh - vdp \rightarrow P = \text{const} \rightarrow dT/ds|_P = T/C_P$$

$$C_P > C_v \quad \therefore \quad dT/ds|_v > dT/ds|_P$$



# Resumo da variação de entropia para uma substância pura

## 1. *Substância pura:*

Qualquer processo:

$$\Delta s = s_2 - s_1 \text{ [kJ/(kg-K)]}$$

(Tabela)

Processo isoentrópico:

$$s_2 = s_1$$

# Resumo da variação de entropia para uma substância incompressível

## 2. *Substância incompressível:*

Qualquer processo:

$$s_2 - s_1 = C_{av} \ln \frac{T_2}{T_1}$$

Processo isentrópico:  $T_2 = T_1$

# Resumo da variação de entropia para um gás perfeito

## 3. Gás perfeito:

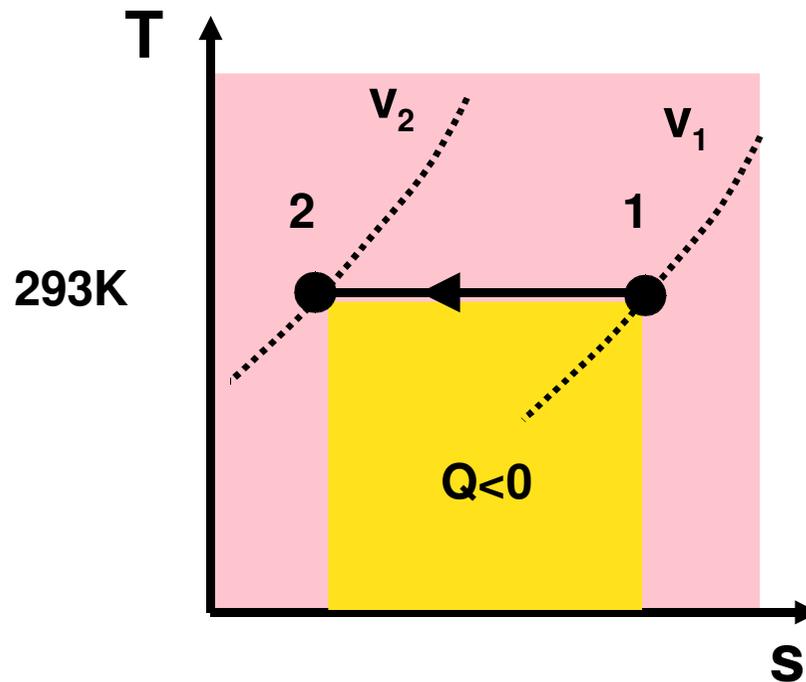
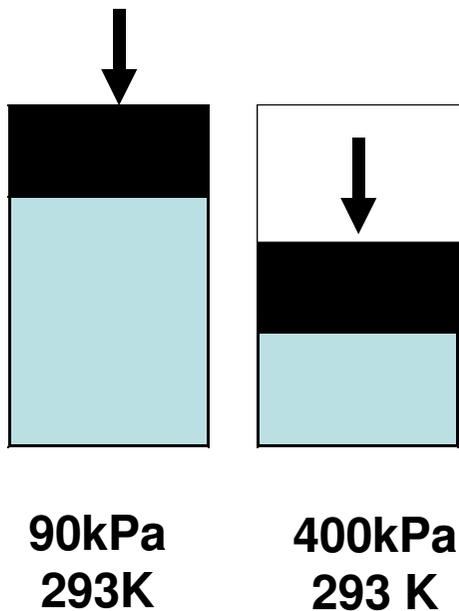
Calores específicos constantes (formulação aproximativa):

$$s_2 - s_1 = C_{v, av} \ln \frac{T_2}{T_1} + R \ln \frac{v_2}{v_1} \quad [\text{kJ}/(\text{kg} \cdot \text{K})]$$

$$s_2 - s_1 = C_{p, av} \ln \frac{T_2}{T_1} - R \ln \frac{P_2}{P_1} \quad [\text{kJ}/(\text{kg} \cdot \text{K})]$$

**Questão** : Ar é comprimido em um dispositivo pistão cilindro de 90 kPa e 20°C a 400 kPa em um processo isotérmico reversível.

Determinar: (a) a variação de entropia do ar, (b) o trabalho realizado e (c) o calor removido.



Ar é gás perfeito,  $R = 287 \text{ Jkg}^{-1}\text{K}^{-1}$

## Varição de entropia p/ gás com calor específico cte.:

$$s_2 - s_1 = C_p \ln \frac{T_2}{T_1} - R \ln \frac{P_2}{P_1} = -287 \ln \frac{400}{90} = -428 \left( \frac{J}{kg K} \right)$$

## Trabalho compressão isotérmica p/ um gás ideal:

$$W_{comp} = -RT \ln \frac{P_2}{P_1} = -287 \cdot 298 \cdot \ln \frac{400}{90} = -125.4 \left( \frac{kJ}{kg} \right)$$

## Calor rejeitado (1ª lei):

$$Q - W_{comp} = \Delta U \rightarrow Q \equiv W_{comp} = -125.4 \left( \frac{kJ}{kg} \right)$$

- $S_{\text{ar}}$  diminui devido à extração de calor. Considere que o calor é rejeitado para um ambiente a  $15^{\circ}\text{C}$ . Encontre a variação de entropia para o ambiente e para o ar.
- O ambiente é um **reservatório térmico**.  $\Delta s = Q/T = 125400/288 = \underline{+ 435 \text{ J}/(\text{kg K})}$ .
- A variação de entropia do sistema + a do ambiente é:  
$$\Delta S = \Delta S_{\text{system}} + \Delta S_{\text{environ}} = - 428 + 435 = 7 \text{ J}/(\text{kg K}).$$
- Se o ambiente estiver a  $20^{\circ}\text{C}$ ,  $\Delta s = 0$  porque ambos estão a mesma temperatura.

# Questão

Um tanque rígido contém 1 lbm de monóxido de carbono ( $C_v = 0,18$  Btu/lbmR) a 1 atm e a  $90^\circ\text{F}$ . Calor é adicionado até que a pressão atinja 1.5 atm. Calcular:

- (a) A transferência de calor em Btu.
- (b) A variação de entropia em Btu/R.

# Diagrama

Tanque rígido  $\Rightarrow$  volume cte.

CO:  $m = 1 \text{ lbm}$

Estado 1:

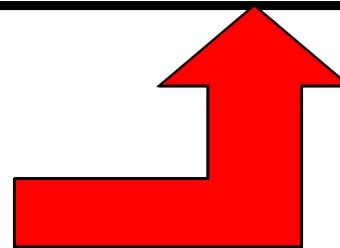
$P = 1 \text{ atm}$

$T = 90^\circ\text{F}$

Estado 2:

$P = 1.5 \text{ atm}$

Transferência  
de calor



# Considerações

- **O sistema é o CO no tanque**
- **O trabalho é nulo (tanque rígido)**
- **Variação de energia cinética nula**
- **Variação de energia potencial nula**
- **CO é gás perfeito**
- **Calores específicos constantes**

# Conservação de energia

$$Q - W = \Delta U + \Delta KE + \Delta PE$$

The equation shows the first law of thermodynamics. Red arrows point from the minus sign before W to a red '0' above it, and from the plus signs before ΔU, ΔKE, and ΔPE to red '0's above each term, indicating that these terms are zero.

**Para calores específicos constantes:**

$$Q = mC_v(T_2 - T_1)$$

**Precisa-se de  $T_2 \Rightarrow$  como obtê-la?**

# Equação de estado dos gases perfeitos

$$\frac{P_1 V_1}{P_2 V_2} = \frac{mRT_1}{mRT_2}$$

Resolvendo para  $T_2$ :

$$T_2 = \left(\frac{P_2}{P_1}\right) T_1 = \left(\frac{1.5}{1.0}\right) (90 + 460) R = 825 R$$

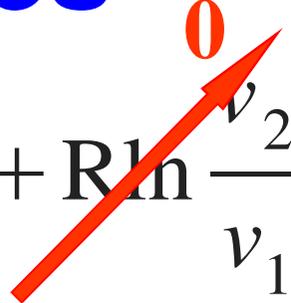
## Resolvendo para a transferência de calor

$$Q = (1 \text{ lbm}) \left( 0.18 \frac{\text{Btu}}{\text{lbm } R} \right) (825 - 550) R$$

$$Q = 49.5 \text{ Btu}$$

**Agora, a variação de entropia ...**

# Para calores específicos constantes

$$S_2 - S_1 = m \left( C_v \ln \frac{T_2}{T_1} + R \ln \frac{v_2}{v_1} \right)$$


Como  $v_2 = v_1$   $S_2 - S_1 = m C_v \ln \frac{T_2}{T_1}$

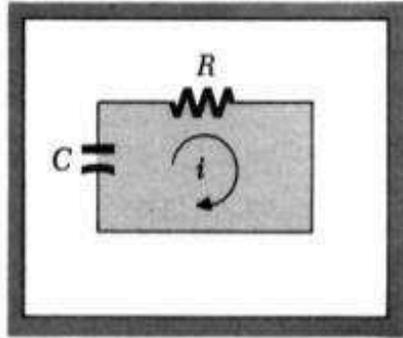
$$S_2 - S_1 = (1 \text{ lbm}) \left( 0.18 \frac{\text{Btu}}{\text{lb m R}} \right) \ln \left( \frac{825 \text{ R}}{550 \text{ R}} \right)$$

$$S_2 - S_1 = 0.073 \text{ Btu/R}$$

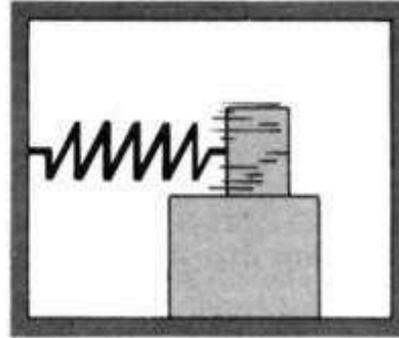
# **Variacão de entropia em alguns processos irreversíveis**

# Alguns processos irreversíveis

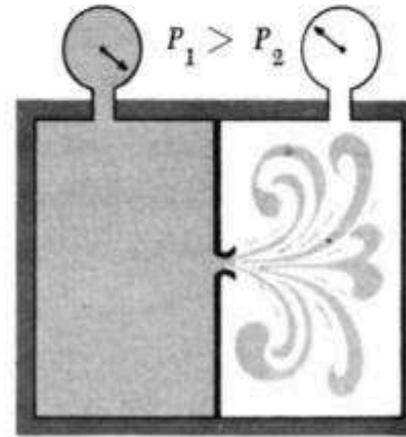
## PROCESSOS EM UM SENTIDO



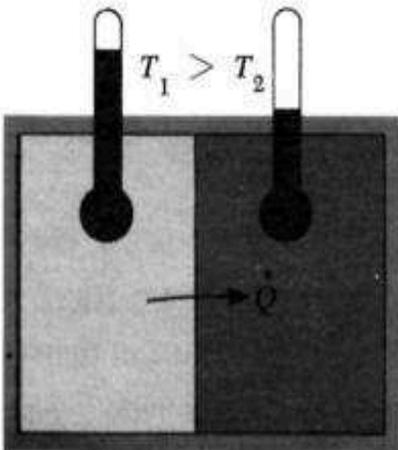
(a) *Current flow through a resistance*



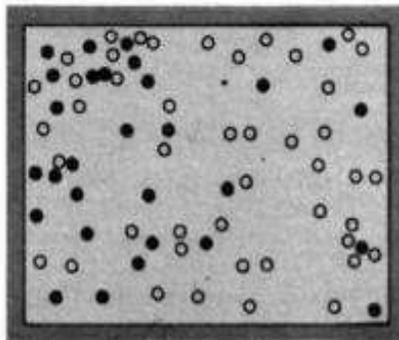
(b) *Motion with friction*



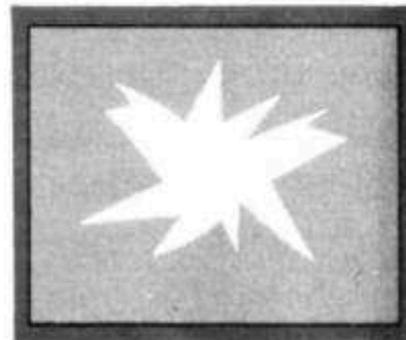
(c) *Unrestrained expansion*



(d) *Energy transfer as heat*



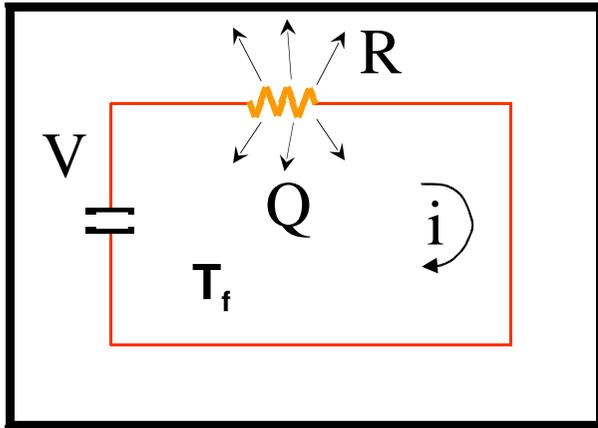
(e) *Diffusion*



(f) *Spontaneous chemical reaction*

# PROCESSOS IRREVERSÍVEIS: EFEITO JOULE

Sistema Isolado



Sistema Isolado -> não há calor nem trabalho cruzando a fronteira. Toda a energia elétrica é transformada em energia interna:

$$U_f - U_i = Vi \cdot [t_f - t_i] \quad (1a. lei)$$

$$S_f - S_i = \int_i^f \frac{\delta Q}{T} + P_s \quad (2a. lei)$$

Toda a energia elétrica é convertida em energia interna do sistema. A variação de S é devido a  $P_s$ , pois  $\delta Q=0$ .

Como S não depende do caminho,

$$T(t)dS = dU = Vi dt \rightarrow P_s = Vi \Delta t/T(t) > 0 \Rightarrow T(t) \text{ crescente.}$$

Energia elétrica convertida em energia interna aumentou a entropia do sistema isolado. Não é possível converter a mesma quantidade de energia interna em energia elétrica.

# PROCESSOS IRREVERSÍVEIS: EFEITO JOULE

Por que não é possível converter a mesma quantidade de energia interna em trabalho elétrico?

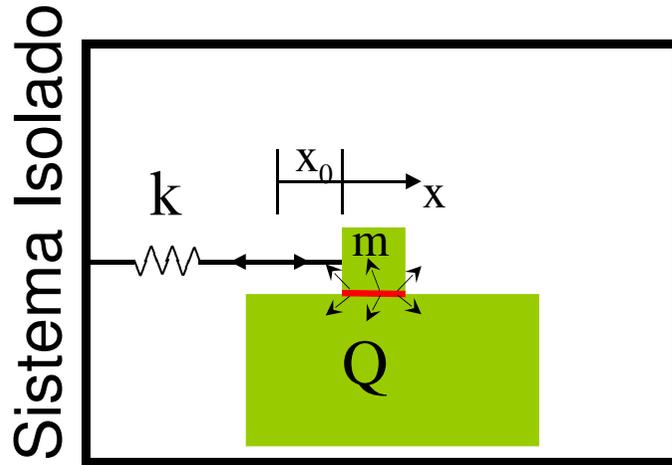
Do ponto de vista microscópico: o sistema deveria resfriar para diminuir a energia interna e transformá-la em energia elétrica. Certamente este não será o estado mais provável de encontrá-lo portanto, esta transformação não será espontânea!

Do ponto de vista macroscópico a entropia do sistema isolado deveria diminuir e isto violaria a 2ª Lei! Note que de (i)  $\rightarrow$  (f),  $P_s > 0$

Um processo é reversível quando  $P_s = 0$

# PROCESSOS IRREVERSÍVEIS: ATRITO

**Sistema Isolado -> não há calor cruzando a fronteira e toda energia Potencial da mola é transformada em energia interna:**



$$U_f - U_i = \frac{1}{2} m k \cdot (\Delta x)^2 \quad (1a. lei)$$

$$S_f - S_i = \int_i^f \delta Q / T + P_s \quad (2a. lei)$$

**Toda energ. pot. mola é convertida em energia interna do sistema. A variação de  $S$  é devido a  $P_s$ , pois  $\delta Q=0$ .**

**Como  $S$  não depende do caminho,**

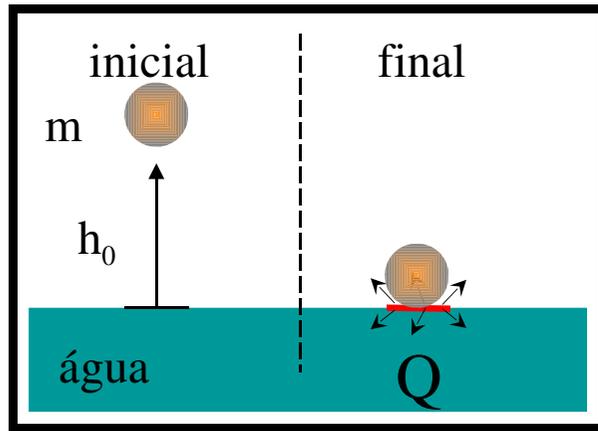
$$T(t) \Delta S = \Delta U = (1/2) m k (\Delta x)^2 (\Delta t / \Delta t) \Rightarrow P_s = \text{Pot}_{ini} \cdot \Delta t / T(t) > 0 \Rightarrow$$

$$T(t) / \Delta t > 0 \Rightarrow T(t) \text{ crescente.}$$

**Não é possível converter a mesma quantidade de energia interna em energia potencial da mola!**

# PROCESSOS IRREVERSÍVEIS: QUEDA LIVRE

Sistema Isolado



**Sistema Isolado -> não há calor cruzando a fronteira e toda energia Potencial é transformada em energia interna após choque com água**

$$U_f - U_i = m \cdot g \cdot h_0 \quad (1a. lei)$$

$$S_f - S_i = \int_i^f \delta Q / T + P_s \quad (2a. lei)$$

**Toda energ. pot. é convertida em energia interna do sistema. A variação de S é devido a  $P_s$ , pois  $\delta Q=0$ .**

**Como S não depende do caminho,**

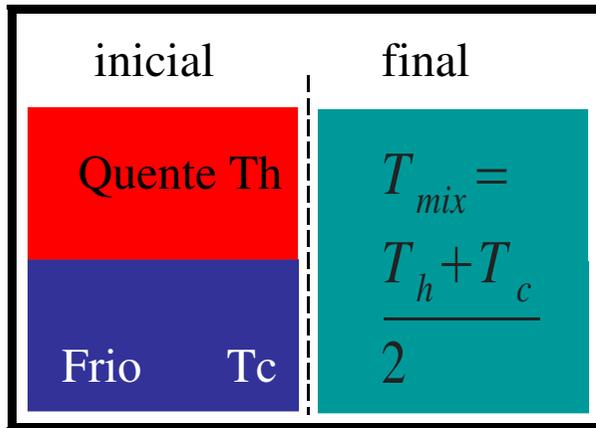
$$T(t)\Delta S = \Delta U = mgh_0(\Delta t/\Delta t) \Rightarrow P_s = (\text{pot.ini}) \cdot \Delta t / T(t) > 0 \Rightarrow$$

$$T(t)/\Delta t > 0 \Rightarrow T(t) \text{ crescente.}$$

**Não é possível converter a mesma quantidade de energia interna para elevar a bola na posição inicial  $h_0$ !**

# PROCESSOS IRREVERSÍVEIS: DIFERENÇA TEMP.

Sistema Isolado



Sistema Isolado -> energia interna permanece constante (blocos com mesma massa e calor específico porém a  $T_h$  e  $T_c$ )

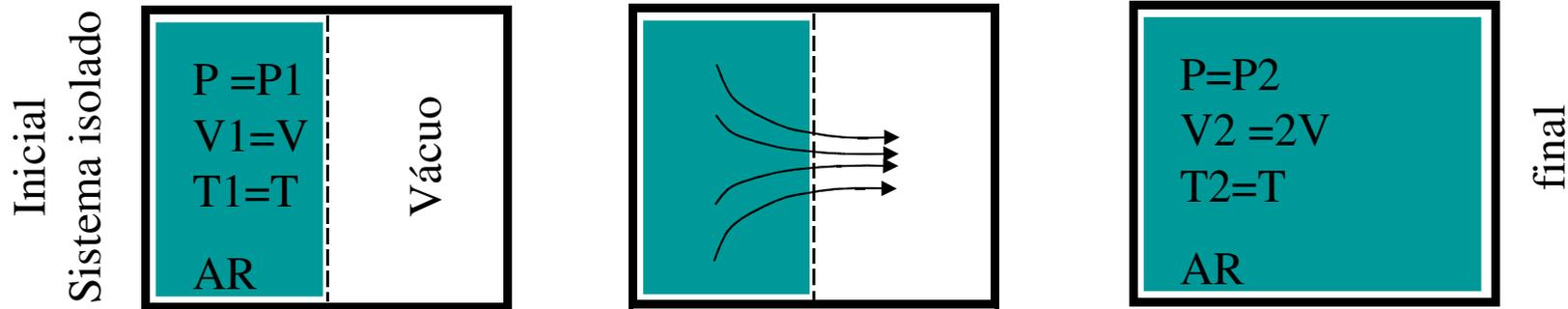
$$U_f = U_h + U_c \rightarrow T_{mix} = \frac{T_h + T_c}{2} \quad (1a. lei)$$

$$P_s = \Delta S = mC \ln\left(\frac{T_{mix}}{T_c}\right) + mC \ln\left(\frac{T_{mix}}{T_h}\right) = mC \ln\left(\frac{1}{4} \frac{(T_c + T_h)^2}{T_c T_h}\right) > 0 \quad (2a. lei)$$

S do sistema isolado é considerado como a soma de S dos sistemas quente e frio.  $S_{quente}$  diminui mas  $S_{frio}$  aumenta de modo que a variação total é maior que zero.

$T_{mix}^2 > T_c T_h$ . Troca de calor com diferença de temperatura é irreversível. O bloco que atinge  $T_{mix}$  não volta espontaneamente para  $T_h$  e  $T_c$ , é necessário trabalho!

## PROCESSOS IRREVERSÍVEIS: EXPANSÃO COM DIFERENÇA DE PRESSÃO



**Sistema Isolado** -> na expansão para o vácuo não há calor nem trabalho cruzando a fronteira. A energia interna do gás permanece a mesma.  $T_1 = T_2$  (1ª lei)

**Processo isotérmico:**  $P_1 V_1 = P_2 V_2$  ou  $P_2 = 0.5 P_1$

**Variação da Entropia:**

$$T dS = \underbrace{dU}_{=0} + P dV \rightarrow dS = \frac{P dV}{T} = mR \frac{dV}{V} \rightarrow \Delta S = P_S = mR \ln \left[ \frac{V_2}{V_1} \right] > 0$$

**Durante a expansão contra o vácuo a capacidade de realizar trabalho do gás foi perdida (não havia máq. p/ extrair trabalho). A transf. inversa é irreversível pois  $P_S > 0$ , logo  $V_2 > V_1$**

# Eficiência do processo

Um processo reversível pode aumentar ou diminuir a entropia, mas **NÃO HÁ PRODUÇÃO DE ENTROPIA.**

Um processo real que produz ou recebe trabalho é comparado a um processo reversível ideal.

**A eficiência é a razão entre o trabalho real e o trabalho reversível ideal.**

# Processo isentrópico

Para um processo adiabático reversível

$$\delta Q_{REV} = 0 \Rightarrow dS = 0 \quad \text{or} \quad S_2 = S_1$$

Para um gás perfeito  $\rightarrow ds=0$  e  $vdP = C_p dT$

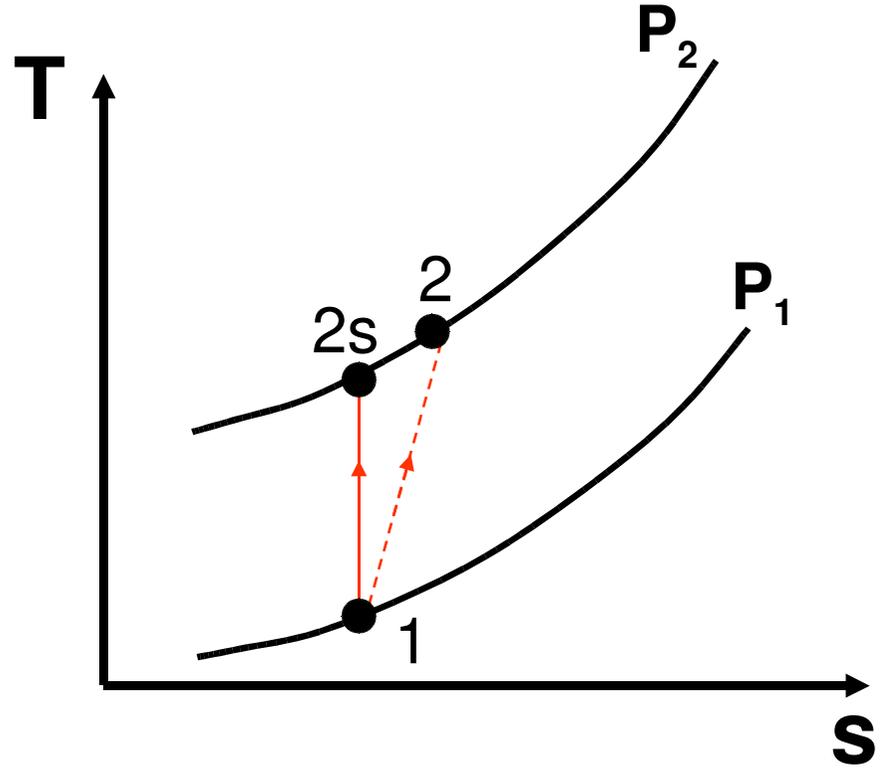
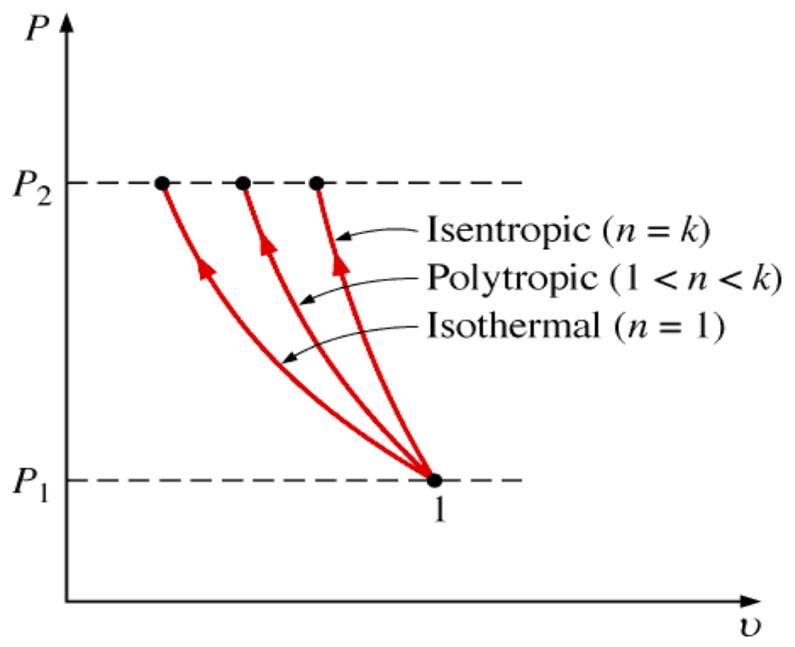
Com  $v = RT/P$  e  $R = C_p - C_v$ ,

$$(C_p - C_v) \frac{dP}{P} = C_p \frac{dT}{T} \quad \Rightarrow \quad \left( \frac{P_2}{P_1} \right)^{\frac{\gamma - 1}{\gamma}} = \left( \frac{T_2}{T_1} \right)$$

Processos gás perfeito adiabático reversível,  
 $Pv^\gamma = \text{const.}$

# Processo adiabático: Reversível x Irreversível

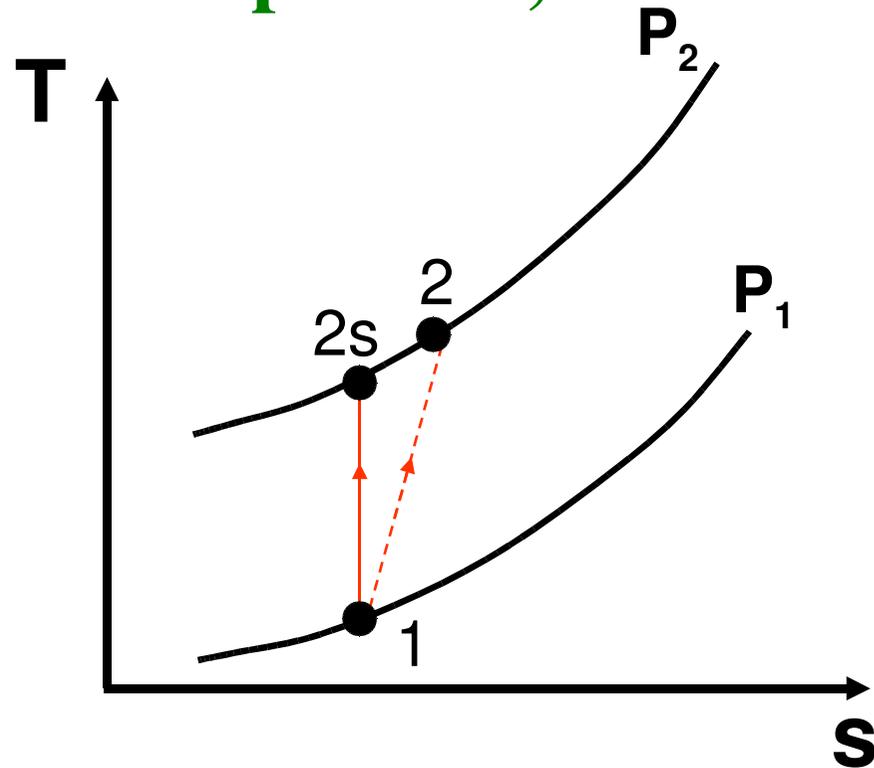
$$\delta Q = 0 \Rightarrow dS \geq 0 \quad \text{pois} \quad P_S \geq 0$$



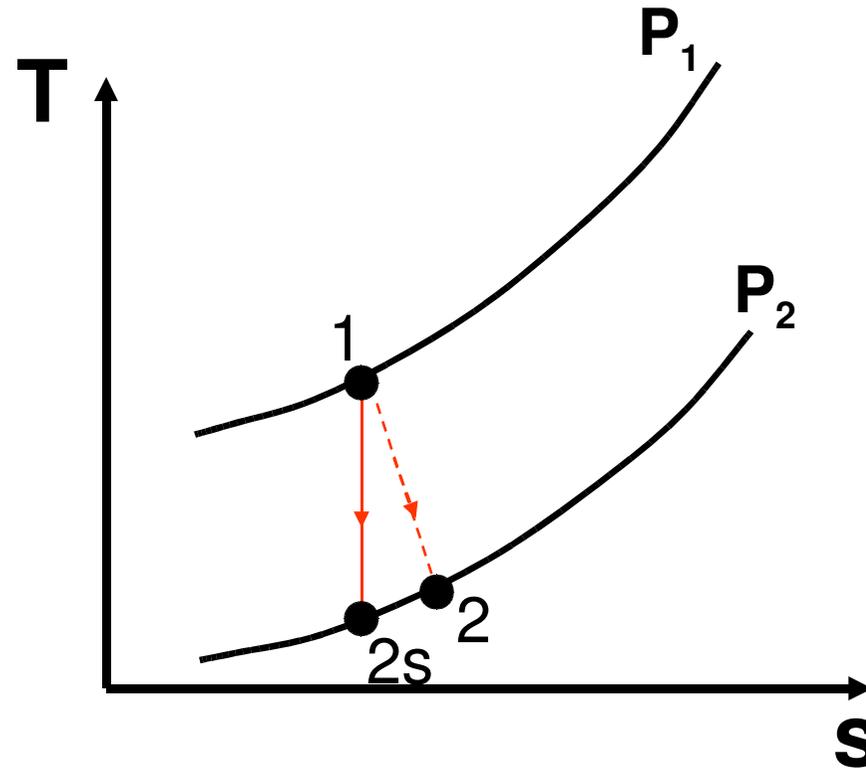
**Para um processo adiabático (1->2) ΔS é nulo ou positivo devido à produção de entropia**

# Processo adiabático: Reversível x Irreversível

Compressão,  $W < 0$



Expansão,  $W > 0$



$\Delta S$  é nulo ou positivo devido à produção de entropia, seja uma compressão ou uma expansão adiabática.

# Trabalho disponível em um processo adiabático: Reversível x Irreversível

- 1ª lei para um proc. adiabático:  $-W = U_2 - U_1$
- Para compressão,  $T_{2S} < T_2$ , pois  $U \sim T$ , logo um processo reversível necessita de menos trabalho que um proc. reversível:  $|W_{REV}| < |W|$
- Para expansão,  $T_{2S} < T_2$ , pois  $U \sim T$ , logo um processo reversível produz mais trabalho que um proc. irreversível:  $|W_{REV}| > |W|$

# Trabalho disponível em um processo adiabático: Reversível x Irreversível

1ª e 2ª leis

$$\delta Q = dU + \delta W_{REAL}$$

$$TdS = \delta Q + T \delta P_s$$

Eliminando  $\delta Q$

$$PdV - T \delta P_s = \delta W_{REAL}$$

Mas  $PdV$  é o modo de trabalho reversível

$$\delta W_{REV} - T \delta P_s = \delta W_{REAL} \rightarrow \delta W_{REV} - \delta W_{REAL} = T \delta P_s > 0$$

Para produção potência:  $1 - \frac{W_{REAL}}{W_{REV}} \geq 0 \rightarrow \eta \leq 1$

O trabalho produzido em um processo reversível é sempre maior ou igual ao produzido em um processo irreversível

# Trabalho disponível em um processo adiabático: Reversível x Irreversível

- As irreversibilidades na compressão e expansão geram:
  - Aumento da entropia do sistema devido à produção de entropia pelas irreversibilidades
  - Uma fração do trabalho disponível é gasta para superar as irreversibilidades, que por sua vez aumentam a energia interna

# Para que servem os processos reversíveis?

- São úteis para estabelecer referências entre os processos reais e ideais.
- A eficiência do processo, definida como a razão entre os trabalhos produzidos por processos reais e reversíveis, compara o quão próximos eles estão

$$\eta = \frac{W_{actual}}{W_{reversible}}$$

- Não confundir a eficiência do processo com a eficiência térmica de máquinas térmicas (ciclos)!

## Questão

**Um carro com uma potência de 90 kW (120 hp) tem uma eficiência térmica de 28%. Determine a taxa de consumo de combustível se o poder calorífico do mesmo é de 44.000 kJ/kg.**

# QUESTÃO

Um bloco de aço de 50 kg e um bloco de cobre de 20 kg, ambos inicialmente a  $80^{\circ}\text{C}$ , são jogados em um lago a  $15^{\circ}\text{C}$ . O equilíbrio térmico é atingido após um certo tempo como resultado da transferência de calor entre os blocos e a água do lago. Determinar a variação total de entropia deste processo. (dica: considere que o lago é um reservatório térmico)